

الكيمياء الكهربية







الدرس الرابع

قوانين فاراداى- وتطبيقات

الباب الرابع : الكيمياء الكهربية

الكيمياء الكهربية: علم يهتم بدراسة التحول المتبادل بين الطاقة الكيميائية والطاقة الكهربية من خلال تفاعلات الأكسدة والاختزال.

تجربة: اغمس صفيحة من الخارصين فى محلول كبريتات النحاس (الزرقاء اللون)



المشاهدة



- النحاس بدأ يترسب على سطح صفيحة الخارصين والخارصين بدأ فى الذوبان فى المحلول.
- إذا استمر ذلك لفترة طويلة فإن لون كبريتات النحاس قد يزول.



الاستنتاج: حدث تفاعل أكسدة واختزال تلقائى

نصف أكسدة: $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

نصف اختزال: $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$

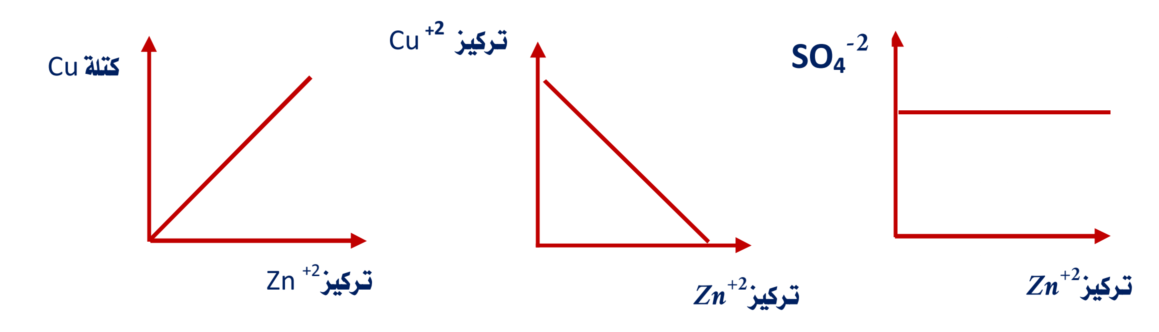
التفاعل الكلى: هو مجموع تفاعلى الأكسدة والاختزال

بمرور الزمن : ❶ تركيز أيونات الخارصين يزيد وتركيز أيونات النحاس يقل
❷ كتلة النحاس المترسبة تزيد وكتلة لوح الخارصين تقل

$$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$$

(أكسدة: $Zn \to Zn^{2+}$ ، اختزال: $Cu^{2+} \to Cu$)

عند غمس لوح من الخارصين فى محلول كبريتات النحاس ($CuSO_4$) فإن :



استطاع العلماء فصل نصفى الأكسدة والاختزال وسميت هذه الخلايا بالخلايا الجلفانية.

الخلية الجلفانية: هى نظام لتحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربية من خلال تفاعل أكسدة واختزال تلقائى

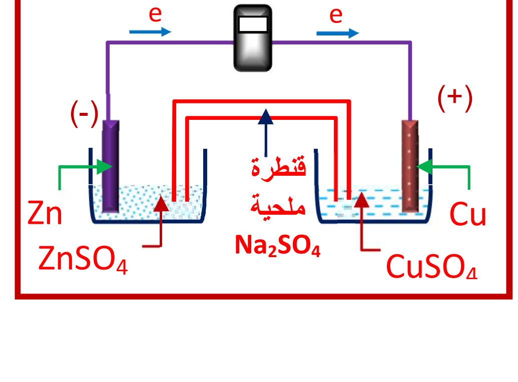


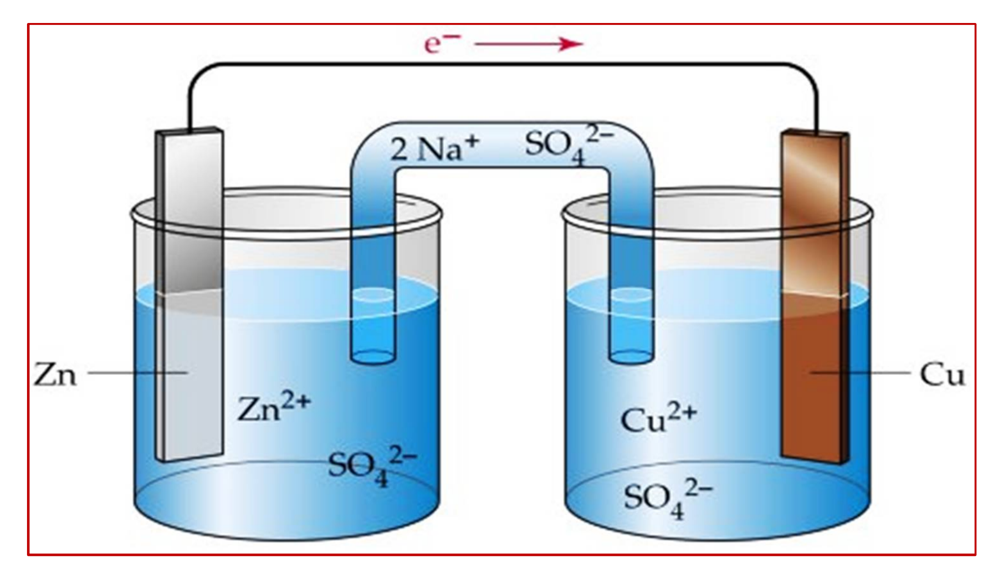
خلية دانيال (الجلفانية)

[١] لوح من الخارصين مغمور فى محلول كبريتات خارصين (أنود) قطب سالب.

[٢] لوح من النحاس مغمور فى محلول كبريتات نحاس (كاثود) قطب موجب.

[٣] قنطرة ملحية: أنبوبة من الزجاج على شكل حرف (U) تحتوى على محلول إلكتروليتى (كبريتات صوديوم) لا يتفاعل مع نصفى الخلية وغياب القنطرة يؤدى إلى توقف التفاعل وعدم مرور التيار الكهربى.





وظيفة القنطرة الملحية

(١) التوصيل بين نصفى الخلية ومنع الاتصال المباشر بين المحلولين.

(٢) تعادل نصفى الخلية فلا يزيد تركيز أيونات Zn^{2+} فى خلية الزنك ولا أيونات SO_4^{2-} فى خلية النحاس.

الرمز الاصطلاحى للخلية:

$Zn \mid Zn^{2+} \parallel Cu^{2+} \mid Cu$

فلز الانود — ايون فلز الانود — القنطرة الملحية — ايون فلز الكاثود — فلز الكاثود

الخط المفرد : يمثل الحد الفاصل بين قطب العنصر والمحلول الإلكتروليتى لإيوناته

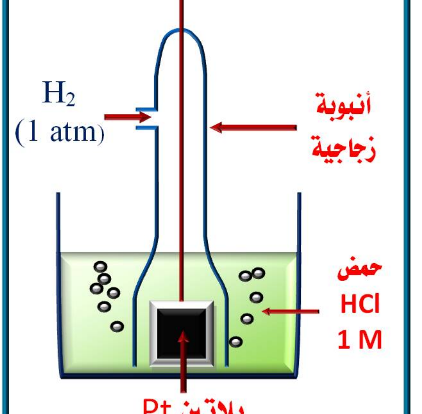
الموصلات الإلكترونية: هى المواد التى ينتقل خلالها التيار الكهربى عن طريق الإلكترونات

الموصلات الإلكتروليتية: هى المحاليل التى ينتقل خلالها التيار الكهربى عن طريق الإيونات

قياس جهود الأقطاب

- لا توجد طريقة مؤكدة ومباشرة لقياس الفرق المطلق فى الجهد الكهربى بين قطب فلز ومحلول أيوناته .
- ولكن يتم ذلك عن طريق تكوين خلية جلفانية من القطب المراد قياسه وقطب آخر معلوم الجهد وقد اتخذ قطب الهيدروجين كمقياس باعتبار

جهده الكهربى = صفر. [$Pt-H_{2(1\ atm)} = /2H^{+}(1\ mol/L)$]



تركيب قطب الهيدروجين القياسى S . H . E

١ـ صفيحة من البلاتين الأسود الأسفنجى.
٢ـ يمرر عليها تيار من غاز الهيدروجين تحت ضغط ١ جو.
٣ـ مغمورة فى محلول حمض قوى تركيزه ١ مولار.

- جهد قطب الهيدروجين يساوى صفر عند هذه الظروف وإذا تغيرت هذه الظروف تغير جهده.
- وبعد ذلك يوصل بنصف خلية آخر لقياس جهد الفلز ومن هنا تم ترتيب العناصر تبعاً لجهودها وسميت (سلسلة الجهود الكهربية).

سلسلة الجهود الكهربية للعناصر
هى ترتيب العناصر ترتيباً تصاعدياً حسب جهود اختزالها
أو هى ترتيب العناصر ترتيباً تنازلياً حسب جهود أكسدتها

ومن هذه السلسلة أمكن توضيح الحقائق التالية:

(١) العناصر ذات الجهود (الاختزال) الأكثر سالبية التى تقع أعلى السلسلة عوامل مختزلة قوية وهى الفلزات التى تتأكسد بسهولة؛ أى تفقد إلكتروناتها بسهولة عندما تتفاعل مع أيونات أى عنصر أدنى فى السلسلة.

(٢) العناصر ذات الجهود (الاختزال) الأكثر إيجابية التى تقع أسفل السلسلة عوامل مؤكسدة قوية لأنها تستطيع أن تكتسب إلكترونات بسهولة من العناصر المتقدمة فى السلسلة.

(٣) العناصر المتقدمة فى السلسلة تحل محل العناصر التى تليها فى محاليل أملاحها.

$$Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu$$

(٤) جميع العناصر التى تقع فوق الهيدروجين فى سلسلة الجهود الكهربية تحل محل الهيدروجين فى المحاليل الحامضية (يتصاعد الهيدروجين)

$$Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2$$

(أكسدة Fe → FeCl₂ ، اختزال 2HCl → H₂)

(٥) جهد اختزال الفلز = جهد أكسدة أيونه ولكن بإشارة مخالفة


فمثلاً (١) جهد اختزال الخارصين = ـ ٠,٧٦ فولت (٢) جهد أكسدة الخارصين = ٠,٧٦ فولت.

ملحوظة (١) جهد أكسدة الأنود أكبر من جهد أكسدة الكاثود.







كيفية تحديد الانود والكاثود فى المسائل

اذا كان المعطي

- **معادلة رمزية**
- **قيم جهود أكسدة الاقطاب** ← الأكبر هو الانود
- **قيم جهود اختزال الاقطاب** ← الأقل هو الانود
- **الرمز الاصطلاحي** ← الانود هو قبل القنطرة الملحية

أيونية : $A^{+3} + B^{+2} \longrightarrow A^{+2} + B^{+3}$

الانود هو الايون الذي زادت شحنته الموجبة أو نقصت شحنته السالبة

$A + BD \longrightarrow AD + B$

لاحظ : A يحل محل الشق الأول من المركب
إذن : A هو الأنود و B هو الكاثود

$A + BD \longrightarrow BA + D$

لاحظ : A يحل محل الشق الثانى من المركب
إذن : A هو الكاثود و D هو الانود

حساب القوة الدافعة الكهربية للخلية:

ق.د.ك = جهد أكسدة الأنود + جهد اختزال الكاثود

ق. د. ك = جهد أكسدة الأنود - جهد أكسدة الكاثود

ق. د. ك = جهد اختزال الكاثود - جهد اختزال الأنود

أو نسجل البيانات فى الجدول الاتى :

ق.د.ك	الانود	الكاثود
جهد الأكسدة		
جهد الاختزال		

ثم نقوم بـــجمع القطر كما يشير السهم :

- إذا كانت قيمة ق.د.ك **موجبة** يكون التفاعل <u>تلقائي</u> وتكون الخلية **جلفانية**
- إذا كانت قيمة ق.د.ك **سالبة** يكون التفاعل <u>غير تلقائي</u> وتكون الخلية **تحليلية**

كيفية تحدد الرقم المعطى جهد اختزال أو أكسدة اذا لم يذكر ذلك صريحة فى السؤال

❶ بتحديد العملية المشار إليها بجوار الرقم :
❷ إذا كانت عملية أكسدة يكون الرقم يمثل جهد أكسدة
❸ إذا كانت عملية إختزال يكون الرقم يمثل جهد إختزال

أمثلة :

❶ $[Zn^{+2}/Zn]$(- 0.76 v) لاحظ : التغير $Zn^{+2} \xrightarrow[\text{إختزال}]{\text{نقص الشحنة الموجبة}} Zn$ الرقم يمثل جهد إختزال

❷ $[K/K^{+}]$(2.924 v) لاحظ : التغير $K \xrightarrow[\text{أكسدة}]{\text{زيادة الشحنة الموجبة}} K^{+}$ الرقم يمثل جهد أكسدة

❸ $[Cl_2/ 2Cl^{-}]$(1.36 v) لاحظ : التغير $Cl_2 \xrightarrow[\text{اختزال}]{\text{زيادة الشحنة السالبة}} 2Cl^{-}$ الرقم يمثل جهد إختزال



كيفية تحويل جهد الأكسدة إلى جهد إختزال أو العكس: بتغيير الأشارة : موجب ⟷ سالب

كيفية ترتيب العناصر تصاعدياً كعوامل مختزلة: رتب جهود أكسدة العناصر تصاعدياً

كيفية ترتيب العناصر تصاعدياً كعوامل مؤكسدة: رتب جهود أختزال العناصر تصاعدياً

مثال: رتب الأصناف التالية ترتيباً تصاعدياً كعوامل مختزلة :

أ) $2Cl^-/Cl_2$ (١,٣٦ فولت)　ب) Zn^{+2}/Zn (-٠,٧٦٢ فولت)

ج) K^+/K (-٢,٩٢٤ فولت)　د) Pt^{2+}/Pt (١,٢ فولت)

هـ) Mg/Mg^{+2} (٢,٣٧٥ فولت)

- العناصر التى لها جهود اختزال اكبر هى اقوى العوامل المؤكسدة وتحتل مؤخرة سلسلة الجهود الكهربية
- العناصر التى لها جهود اكسدة اكبر هى اقوى العوامل المختزلة وتحتل مقدمة سلسلة الجهود الكهربية

أفضل العوامل المؤكسدة من الأنواع التالية (جهود الإختزال القياسية بين القوسين) هو:.........

أ) Cl^-/Cl_2 (+١,٣٦) فولت.　ب) I^-/I_2 (+٠,٥٤) فولت.

ج) F^-/F_2 (+٢,٨٧) فولت.　د) Br^-/Br_2 (+١,٠٦) فولت.

إذا علمت أن جهود الاختزال القطبية لكل من (Na^+ ، Al^{3+} ، Cu^{2+} ، Mg^{2+}) هي على الترتيب (-٢,٧١ ، -١,٦٧ ، +٠,٣٤ ، -٢,٣٧) فولت ، فإن العنصر الذي له أقل قدرة على فقد الالكترونات أثناء التفاعل هو:...................

أ) Na　ب) Al　ج) Cu　د) Mg

عند وضع قطعة من عنصر (A) فى محلول يحتوى على أيونات العنصر (B)

- إذا تآكل العنصر A وترسب العنصر B ⟷ يكون العنصر A هو الأكثر نشاطاً (الأعلى فى جهد الأكسدة)
- إذا لم يحدث شئ ⟷ يكون العنصر A هو الأقل نشاطاً (الأقل فى جهد الأكسدة)

إذا علمت أن جهود الاختزال القطبية لكل من (Ag^+ ، Cu^{2+} ، Pb^{2+} ، Zn^{2+}) هي على الترتيب (+٠,٨ ، +٠,٣٤ ، -٠,١٣ ، -٠,٧٦) فولت ، فإن الفلز الذي يتغطي بطبقة من الفلز الأخر نتيجة غمره في المحلول هو فلز..............................

أ) Cu عند غمره في محلول $ZnSO_4$.　ب) Ag عند غمره في محلول $Pb(NO_3)_2$

ج) Pb عند غمره في محلول $CuCl_2$.　د) Pb عند غمره في محلول $ZnSO_4$

يكون التفاعل تلقائى عندم يكون جهد أكسدة الأنود أكبر من جهد أكسدة الكاثود وتزداد سرعة التفاعل بزيادة الفرق بين جهدى أكسدة الأنود والكاثود

إذا علمت أن جهود الاختزال القطبية لكل من (Zn^{2+} ، Ag^+ ، Cu^{2+} ، Fe^{2+}) هي على الترتيب (-٠,٧٦ ، +٠,٨ ، +٠,٣٤ ، -٠,٤١) فولت ، فإن أكبر جهد خلية يمكن الحصول عليه في الخلية المكونة من.......

أ) الخارصين والفضة.　ب) الخارصين والنحاس.

ج) الخارصين والحديد.　د) الحديد والفضة.

- لايمكن حفظ محلول أيونات عنصر فى وعاء مصنوع من عنصر أعلى منه فى جهد الأكسدة
- لا يمكن صناعة ملعقة من عنصر لتحريك محلول يحتوى على أيونات عنصر أقل منه فى جهد الأكسدة
- الوعاء والملعقة لابد أن تكون من عناصر أقل فى جهد الأكسدة (أقل نشاطاً)

الجدول التالي يمثل جهود التأكسد لأربعة من الفلزات :

$Hg \rightarrow Hg^{+2} + 2e$	ـ٠,٨٥ فولت
$Cr \rightarrow Cr^{+3} + 2e$	+ ٠,٧٤ فولت
$Cu \rightarrow Cu^{+2} + 2e$	ـ ٠,٣٤ فولت
$Ag \rightarrow Ag^{+} + e$	ـ٠,٨ فولت

١) أي العناصر لا تذوب في المحلول الحمضي ؟ مفسراً سبب اختيارك
٢) ما الأقطاب التي يمكن اختيارها للحصول على خلية جلفانية لها أكبر قيمة ق . د . ك ؟
٣) ما اتجاه حركة الإلكترونات لخلية قطباها Hg /Cr
٤) هل يمكن تحريك محلول كبريتات الكروم III بملعقة من النحاس ؟ مفسراً اجابتك .
٥) هل يمكن عمل وعاء من الفضة لحفظ احد محاليل الزئبق

كيفية كتابة الرمز الاصطلاحى

❶ نكتب المعادلة الأيونية الحادثة عند كل من الانود والكاثود
[الانود تحدث له عملية أكسدة (إى فقد إلكترونات) ، الكاثود تحدث له عملية اختزال (إى يكتسب إلكترونات)]
❷ نزن المعادلات الأيونية (نساوى مجموع الشحنات فى كلا الطرفين)
❸ نساوى معاملات الالكترونات المفقودة والمكتسبة
❹ نكتب العملية الحادثة عند الانود (بدون الالكترونات) مع كتابة الفاصل (/) بين المتفاعلات والنواتج
❺ ثم نكتب رمز القنطرة الملحية (//)
❻ ثم نكتب العملية الحادثة عند الكاثود (بدون الالكترونات) مع كتابة الفاصل (/) بين المتفاعلات والنواتج

مثال: أكتب الرمز الاصطلاحى لخلية جلفانية انودها الليثيوم وكاثودها النيكل

عند الأنود $2Li \xrightarrow[\text{أكسدة}]{\text{زيادة الشحنة الموجبة}} 2Li^{+} + 2e^{-}$

عند الكاثود $Ni^{+2} + 2e^{-} \xrightarrow[\text{اختزال}]{\text{نقص الشحنة الموجبة}} Ni$

الرمز الاصطلاحى: $2Li / 2Li^{+} // Ni^{+2} / Ni$



مثال خلية كهربية مكونة من الخارصين والنحاس جهد أكسدتهما على الترتيب ٠,٧٦ فولت و ـ ٠,٣٤ فولت احسب ق. د. ك للخلية وهل يتولد تيار أم لا ؟ مع التعليل. واكتب الرمز الاصطلاحى لها.

الحــــــــــــل

ق. د. ك = جهد أكسدة الأنود ـ جهد أكسدة الكاثود

ق. د. ك للخلية = ٠,٧٦ ـ (ـ ٠,٣٤)

ق. د. ك للخلية = ٠,٧٦ + ٠,٣٤ = ١,١ فولت

طريقة حل أخرى

ق. د. ك	الانود (Zn)	الكاثود (Cu)
جهد الأكسدة	٠,٧٦	ـ٠,٣٤
جهد الاختزال	ـ٠,٧٦	٠,٣٤

ق. د. ك = جهد أكسدة الأنود + جهد اختزال الكاثود

ق. د. ك للخلية = ٠,٧٦ + ٠,٣٤ = ١,١ فولت

∵ الإشارة لجهد الخلية موجب ∴ يتولد تيار كهربى لأن التفاعل تلقائى

الرمز الاصطلاحى: (كاثود) $Cu \mid Cu^{2+} \parallel Zn^{2+} \mid Zn$ (أنود)

مثال خلية مكونة من عنصرين A, B كل منهما ثنائى التكافؤ جهد تأكسدهما ٠,٤ ، ـ ٠,٦ فولت على الترتيب ما هو الرمز الاصطلاحى للخلية واحسب القوة الكهربية لها وهل يتولد عنها تيار كهربى أم لا ؟ ولماذا ؟

الحــــــــــــل

ق. د. ك = جهد أكسدة الأنود ـ جهد أكسدة الكاثود

ق. د. ك= ٠,٤ — (ـ ٠,٦) ق.د.ك = ٠,٤ + ٠,٦ = ١ فولت

∴ يتولد تيار كهربى لأن التفاعل تلقائى

الرمز الاصطلاحى: $A \mid A^{2+} \parallel B^{2+} \mid B$

مثال اكتب الرمز الاصطلاحى للخلية الجلفانية الآتية مبيناً العمل المؤكسد والعامل المختزل وقيمة القوة الدافعة الكهربية للخلية $H_2 + Cu^{2+} \longrightarrow 2H^+ + Cu$

علماً بأن جهد تأكسد النحاس = ـ ٠,٣٤ فولت

من معادلة التفاعل

(عامل مختزل) $H_2 \xrightarrow{\text{أكسدة}} 2H^+$

(عامل مؤكسد) $Cu^{2+} \xrightarrow{\text{اختزال}} Cu$

الرمز الاصطلاحى: $H_2 \mid 2H^+$ (Pt 1 atm.) $\parallel Cu^{2+} \mid Cu$

ق.د.ك = جهد تأكسد الهيدروجين – جهد تأكسد النحاس

= صفر ـ (ـ ٠,٣٤) = + ٠,٣٤ فولت

إذا كان جهد الخلية القياسي لخلية جلفانية يساوى (+٢,٧٢ فولت) ، جهد الاختزال لقطبها الكاثود يساوى(-٠,٢٨ فولت) فإن جهد الاختزال القياسي لقطبها الأنود يساوى . . . فولت.

(أ) ٣ (ب) -٣ (ج) ٢,٤٤ (د) - ٢,٤٤

إذا كانت قيمة جهد الإختزال للكلور (+ ١,٣٦ فولت) وقيمة جهد الاختزال للبروم (+١,٠٦٥ فولت) فإن قيمة جهد التفاعل التالي : $Cl_2 + 2HBr \longrightarrow 2HCl + Br_2$

تساوى : ....

(أ) (-٢,٤٢٥) فولت (ب) (- ٠,٢٩٥) فولت (ج) (+٠,٢٩٥) فولت (د) (+٠,٧٧٠) فولت.

إذا كان جهد الإختزال القطبية لكل من (Zn^{2+} ، Ag^{+} ، Au^{3+}) هي على الترتيب (-٠,٧٦٢ ، +٠,٨ ، + ١,٤٩٨) فولت فإن التفاعل الذي لا يحدث تلقائياً هو :- ....

(أ) $Au + Ag^{+} \longrightarrow Ag + Au^{3+}$ (ب) $Ag + Au^{3+} \longrightarrow Au + Ag^{+}$

(ج) $Au + Zn^{2+} \longrightarrow Au^{3+} + Zn$ (د) $Ag + Zn^{2+} \longrightarrow Zn + Ag^{+}$

الخلايا الجلفانية وإنتاج الطاقة الكهربية

تنقسم الخلايا الجلفانية تبعاً لطبيعة عملها لإنتاج الطاقة الكهربية إلى:

[١] خلايا أولية. [٢] خلايا ثانوية .

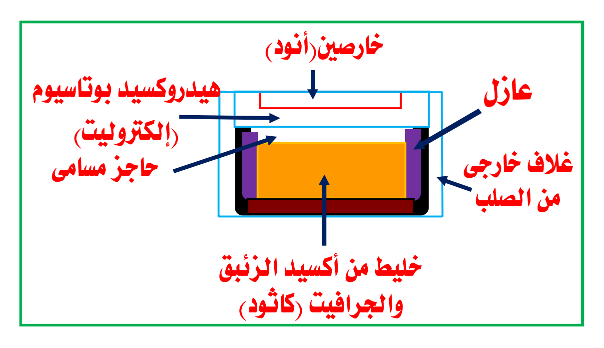
الخلايا الأولية

هى أنظمة تختزن الطاقة فى صورة كيميائية والتى يمكن تحويلها عند اللزوم إلى طاقة كهربية من خلال تفاعل أكسدة واختزال تلقائى غير انعكاسى

- وتتوقف الخلايا الأولية عن العمل عندما تستهلك مادة المصعد وتنضب أيونات المهبط.
- لا يسهل (عملياً أو اقتصادياً) بل ربما يستحيل إعادة شحنها
- لابد أن تكون فى صورة جافة لكى يسهل إستخدامها فى الأجهزة المتنقلة ولتحقق جهد ثابتاً لمدة أطول وإمكانية تصنيعها فى أحجام صغيرة

[١] خلية الزئبق

صغيرة الحجم لذلك فهى شائعة الإستخدام فى سماعات الأذن والساعات والآلات الخاصية بالتصوير تغلق بإحكام ويجب التخلص من هذه البطارية بعد الإستخدام بطريقة آمنة لأن الزئبق مادة سامة.



التركيب:

(١) القطب السالب (الأنود) من الخارصين.

(٢) القطب الموجب (الكاثود) من أكسيد الزئبق + الجرافيت

(٣) إلكتروليت من هيدروكسيد البوتاسيوم

التفاعل الكلى الحادث:

$$Zn^{o} + HgO \longrightarrow ZnO + Hg^{o}$$

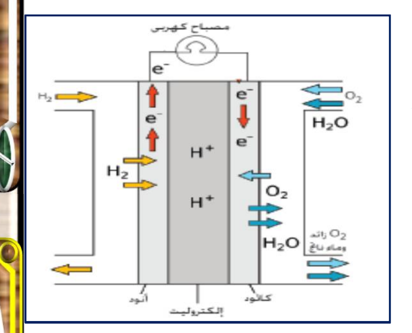
أكسدة ، اختزال

ق. د. ك = ١,٣٥ فولت

الرمز الأصطلاحى لخلية الزئبق: $Zn / Zn^{+2} \quad // \quad Hg^{+2} / Hg$

[٢] خلايا الوقود

الأساس العلمى :



- احتراق الهيدروجين فى الهواء بعنف وينتج من عملية الاحتراق ضوء وحرارة تبعاً للتفاعل الآتى :

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(\ell)} + Energy$$

- وقد تمكن العلماء من إجراء هذا التفاعل فى ظروف يتم التحكم فيها ، داخل ما يعرف **بخلية الوقود**

التركيب:-

- قطبين كل منهما عبارة عن وعاء مجوف مبطن بطبقة من **الكربون المسامى** تسمح بالاتصال بين الحجرة الداخلية والمحلول الالكتروليتى الموجود بها وهو غالباً **هيدروكسيد البوتاسيوم المائى**

أهمية خلايا الوقود فى مركبات الفضاء

- الوقود الغازى من الهيدروجين والأكسجين المستخدم فى اطلاق الصواريخ هو نفسه الوقود المستخدم فى هذه الخلايا
- تعمل خلايا الوقود عند درجة حرارة عالية فيتبخر الماء الناتج منها ويمكن إعادة تكثيفه للإستفادة منه كمياه للشرب لرواد الفضاء

التفاعلات:-

عند الأنود: $2H_{2(g)} + 4OH^-_{(aq)} \xrightarrow{\text{أكسدة}} 4H_2O_{(\ell)} + 4e^-$ $\quad E^{o} = 0.83\ V$

عند الكاثود: $4e^- + O_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)} \xrightarrow{\text{اختزال}} 4OH^-_{(aq)}$ $\quad E^{o} = 0.4\ V$

بالجمع

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(\ell)}$$

ق. د. ك = ١,٢٣ فولت

إختلاف خلايا الوقود عن باقى الخلايا الجلفانية

- لا تُستهلك كباقى الخلايا الجلفانية **لأنها** تزود بالوقود من مصدر خارجى
- لا تختزن الطاقة **لأن** عملها يتطلب إمدادها المستمر بالوقود إزالة مستمرة للنواتج
- **الرمز الأصطلاحى لخلية الوقود :** $2H_2 / 4H^+ \quad // \quad O_2 \ / 2O^{-2}$

الخلايا الثانوية

هى خلايا جلفانية تتميز بأن تفاعلاتها انعكاسية (أى يمكن شحنها) تختزن الطاقة الكهربية على هيئة طاقة كيميائية والتى يمكن تحويلها إلى طاقة كهربية عند اللزوم.

[١] بطارية الرصاص الحامضية

أنود
Pb
محلول
H_2SO_4
كاثود
PbO_2

التركيب:

(١) رصاص إسفنجى (أنود) Pb
(٢) ثانى أكسيد رصاص (كاثود) PbO_2
(٣) محلول إلكتروليتى (حمض الكبريتيك المخفف).
(٤) إناء من البلاستيك أو المطاط الصلب لا يتفاعل مع حمض الكبريتيك.

التفاعلات الحادثة:

[١] عند الأنود

$$Pb_{(s)} + SO_4^{2-} \longrightarrow PbSO_4 + 2e^-$$

جهد التأكسد = ٠,٣٦ فولت

[٢] عند الكاثود

$$PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e^- \longrightarrow PbSO_4 + 2H_2O$$

جهد الاختزال = ١,٦٩ فولت

$$Pb + PbO_2 + 4H^+ + 2SO_4^{2-} \underset{\text{شحن}}{\overset{\text{تفريغ}}{\rightleftharpoons}} 2PbSO_4 + 2H_2O$$

ق. د. ك = ١٢ فولت

الرمز الأصطلاحى لخلية الرصاص : Pb^{+2} / Pb^{+4} // Pb^{+2} / Pb :

يتم التعرف على حالو البطارية بقياس كثافة محلول الحمض بواسطة الهيدرومتر(مقياس كثافة السوائل)

تكون البطارية كاملة الشحن عندما تكون كثافة الحمض فيها = ١,٢٨ ، ١,٣ جم/ سم³

إذا قلت كثافة الحمض إلى أقل من ١,٢ جم/سم³ يجب إعادة الشحن لزيادة تركيز الحمض

تقل كثافة الحمض أثناء عملية التفريغ بسبب الماء الناتج من تفاعل التفريغ واستهلاك الكبريتات عند كل من الانود والكاثود

طريقة إعادة شحن بطارية السيارة

توصل البطارية بمصدر كهربى جهده أكبر من جهدها بقليل فتنعكس الأقطاب وتنعكس التفاعلات.

مما يؤدى إلى تحول كبريتات الرصاص إلى رصاص عند الانود وثانى أكسيد الرصاص عند الكاثود ويعيد تركيز الحمض إلى ما كان عليه

وتعمل الخلية أثناء الشحن كخلية إلكتروليتية (لأن التفاعل يكون غير تلقائى) ويستخدم جهاز الدينامو فى السيارات لعملية إعادة الشحن

يتم فى خلية الرصاص الحامضية تخزين الطاقة الكهربية الواردة من المصدر الخارجى فى شكل طاقة كيميائية لذلك تعتبر الخلايا الثانوية (المراكم) بطاريات لتخزين الطاقة



[٢] بطارية أيون الليثيوم

- تعتبر بطارية أيون الليثيوم الجافة من البطاريات القابلة لإعادة الشحن لذلك تستخدم فى أجهزة التليفون المحمول والكمبيوتر المحمول
- كما تستخدم فى بعض السيارات الحديثة كبديل لبطارية المركم الرصاصى وذلك لخفة وزنها وقدرتها على تخزين كميات كبيرة من الطاقة بالنسبة لحجمها

سبب استخدام الليثيوم فى بطارية أيون الليثيوم : أخف فلز معروف وجهد اختزاله القياسى هو الأصغر بالنسبة للفلزات الآخرى (ـ ٣,٠٤ فولت)

ويحتوى الغلاف المعدنى للبطارية على ثلاثة رقائق ملفوفة بشكل حلزونى وهى :

١ـ الإلكترود الموجب (الكاثود) ويتكون من أكسيد الليثيوم كوبلت ($LiCoO_2$)
٢ـ الإلكترود السالب (الانود) ويتكون من جرافيت الليثيوم (LiC_6)
٣ـ العازل : وهو مكون من شريحة رقيقة جداً من البلاستيك تعمل على عزل الإلكترود الموجب عن السالب بينما تسمح بمرور الأيونات بالمرور من خلاله

وتغمر الرقائق الثلاثة فى إلكتروليت لا مائى من سداسى فلورو فوسفيد الليثيوم ($LiPF_6$)

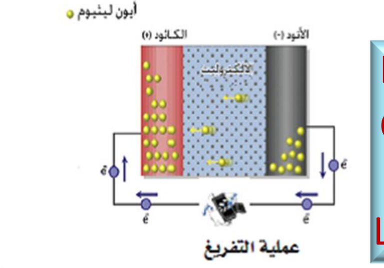
التفاعلات الحادثة:

الانود: $LiC_6 \longrightarrow C_6 + Li^+ + e^-$

الكاثود: $CoO_2 + Li^+ + e^- \longrightarrow LiCoO_2$

التفاعل الكلى :

$$LiC_6 + CoO_2 \longrightarrow C_6 + LiCoO_2$$



بطارية أيون الليثيوم

ق. د. ك = ٣ فولت

الرمز الأصطلاحى لخلية أيون الليثيوم : $Li / Li^+ \ // \ Co^{+4} / Co^{+3}$:

ملاحظات هامة :

❶ اتجاه حركة الالكترونات فى الدائرة الخارجية والايونات فى عمليتى الشحن والتفريغ ناحية الكاثود
❷ الانود (ـــ) والكاثود (+) فى عملية التفريغ والعكس فى عملية الشحن

مقارنة بين انواع الخلايا الجلفانية

	خلية الزئبق	خلية الوقود	إيون الليثيوم	الرصاص الحامضية
نوعها	أولية غير انعكاسية	أولية غير انعكاسية	ثانوية انعكاسية	ثانوية انعكاسية
الانود	الخارصين	الهيدروجين	جرافيت الليثيوم	رصاص إسفنجي Pb
الكاثود	اكسيد الزئبق + الجرافيت	الاكسجين	اكسيدالليثيوم كوبلت	ثاني أكسيد رصاص بنى PbO_2
الالكتروليت	هيدروكسيد البوتاسيوم *KOH*	هيدروكسيد البوتاسيوم *KOH*	سداسى فلورو فوسفيد الليثيوم ($LiPF_6$)	حمض الكبريتيك المخفف
تفاعل الانود		$2H_2 + 4OH^- \rightarrow 4H_2O + 4e^-$	$LiC_6 \rightarrow Li^+ + e^- + C_6$	$pb_{(s)} + SO_4^{2-} \rightarrow pbSO_4 + 2e^-$
تفاعل الكاثود		$4e^- + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4OH^-$	$Li^+ + e^- + CoO_2 \rightarrow Li\ CoO_2$	$PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e^- \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$
التفاعل الكلى	$Zn^o + HgO \rightarrow ZnO + Hg^o$	$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$	$LiC_6 + CoO_2 \rightarrow C_6 + LiCoO_2$	$Pb + PbO_2 + 4H^+ + 2SO_4^{2-} \rightleftharpoons 2PbSO_4 + 2H_2O$
ق.د.ك	١,٣٥ فولت	١,٢٣ فولت	٣ فولت	١٢ فولت
	تستخدم فى سماعات الأذن والساعات والآلات الخاصية بالتصوير لصغر حجمها تغلق بإحكام ويجب التخلص من هذه البطارية بعد الإستخدام بطريقة آمنة لأن الزئبق مادة سامة.	لا تستهلك كباقى الخلايا الجلفانية لأنها تزود بالوقود من مصدر خارجي لا تختزن الطاقة لأن عملها يتطلب إمدادها المستمر بالوقود وإزالة مستمرة للنواتج	تستخدم فى أجهزة التليفون المحمول والكمبيوتر المحمول كما تستخدم فى بعض السيارات الحديثة كبديل لبطارية المركم الرصاصى وذلك لخفة وزنها وقدرتها على تخزين كميات كبيرة من الطاقة بالنسبة لحجمها	بطارية السيارات يُصنع وعاء البطارية من البلاستيك أو المطاط لانه لايتأثر بالاحماض يستخدم الهيدرومتر لقياس كثافة الحمض ويستخدم الدينامو لإعادة شحن البطارية

- علل : تستخدم خلية الزئبق فى سماعات الأذن والساعات
- علل : تُغلق بطارية الزئبق بإحكام ويجب التخلص منها بعد الإستخدام بطريقة آمنة
- علل : تختلف خلايا الوقود عن باقى الخلايا الجلفانية
- علل : لا تختزن خلايا الوقود الطاقة
- علل : تستخدم بطارية أيون الليثيوم فى التليفون المحمول والكمبيوتر
- علل : يُصنع وعاء بطارية السيارة من البلاستيك أو المطاط الصلب
- علل : تقل كثافة حمض الكبريتيك اثناء عملية التفريغ فى بطارية السيارات

تآكل المعادن

- **الإهتمام بظاهرة تآكل المعادن ومحاولة التغلب عليها** أسبابه :

١- تسبب تآكل المعادن فى خسائر أقتصادية فادحة وتدهور المنشآت المعدنية وخاصة الحديدية

٢- تآكل حوالى ربع إنتاج العالم سنوياً من المعادن

- ويحدث تآكل الفلزات عن طريق تكون خلايا جلفانية يكون أنودها فلز نشط(المتآكل) وفلز أقل نشاطاً(أو الكربون كما فى الصلب)
- بينما إذا كانت الفلزات نقية يكون تآكلها صعباً ، ولكن معظم المعادن الصناعية تحتوى دائماً على شوائب مختلفة لذلك تنشط بها عملية التآكل

ميكانيكية (مراحل) عملية التآكل :

١- عند تعرض قطعة من الحديد للتشقق أو الكسر فإنها تكون خلية جلفانية مع الماء المذاب به بعض الأيونات والذى يقوم بدور المحلول الإلكتروليتى ويتم التأكسد للحديد تبعاً للتفاعل الآتى :

$$2Fe \longrightarrow 2Fe^{+2} + 4e^-$$

وتصبح أيونات (Fe^{+2}) فى المحلول وتقوم قطعة الحديد بنقل الإلكترونات إى تقوم بدور الدائرة الخارجية والأنود معاً بينما الكاثود يكون الكربون الموجود كشوائب فى الحديد

٢- عند الكاثود يتم اختزال أكسجين الهواء إى مجموعة هيدروكسيد (OH^-)

$$2H_2O + O_2 + 4e^- \longrightarrow 4OH^-$$

٣- تتحد أيونات (Fe^{+2}) مع أيونات هيدروكسيد (OH^-) مكونة هيدروكسيد الحديد (II)

$$2Fe^{+2} + 4OH^- \longrightarrow 2Fe(OH)_2$$

٤- يتأكسد هيدروكسيد الحديد(II) بواسطة الأكسجين الذائب فى الماء إلى هيدروكسيد الحديد (III)

$$2Fe(OH)_2 + 1/2\, O_2 + H_2O \longrightarrow 2Fe(OH)_3$$

- **وبجمع المعادلات السابقة تنتج المعادلة الكلية لخلية تآكل الحديد**

$$2Fe + 3/2\, O_2 + 3H_2O \longrightarrow 2Fe(OH)_3$$ (طبقة الصدأ سهلة الإزالة)

عملية الصدأ : أى عملية تآكل كيميائى للفلزات بفعل الوسط المحيط

- الصدأ عملية بطيئة لأن الماء يحتوى على كميات محدودة من الأيونات ، ويتم الصدأ بأكثر سرعة إذا احتوى الماء على كميات أكبر من الأيونات كما فى ماء البحار

العوامل التى تؤثر على تآكل الفلزات

١- عوامل تتعلق بالفلز نفسه

٢- عوامل تتعلق بالوسط المحيط

عدم تجانس السبائك: الفلزات المستخدمة فى الصناعة غالباًتكون فى صورة سبائك غير متجانسة التركيب لهذا ينشأ عدد لا نهائى من الخلايا الموضعية تسبب تآكل الفلز الأكثر نشاطاً	**اتصال الفلزات ببعضها** :عند مواضع لحام الفلزات ببعضها أو استخدام مسامير برشام من فلز مختلف يؤدى ذلك إلى : تكوين خلايا جلفانية موضعية تسبب تآكل الفلز الأنشط	**العوامل الخارجية**: الماء والأكسجين والأملاح عوامل تؤثر بشكل أساسى فى عملية تآكل المعادن





- عند تلامس الالومنيوم والنحاس يتآكل الالومنيوم (الأكثر نشاطاً)
- عند تلامس الحديد والنحاس يتآكل الحديد (الأكثر نشاطاً)

وقاية الحديد من الصدأ : هى عملية الحفاظ عليه وحمايته من الصدأ

طرق حماية الحديد من الصدأ: هى عبارة عن تغطية الحديد لعزله عن الوسط المحيط به ، وتتم باحدى وسيلتين هما ::

١- **الطلاء بالمواد العضوية** : كالزيت أو الورنيش أو السلاقون وهى طريقة غير فعالة على المدى البعيد

٢- **التغطية بالفلزات المقاومة للتآكل**: (جلفنة الصلب) تغطية الصلب بالخارصين المنصهر
وكذلك تغطية الصلب المستخدم فى صناعة السفن بالماغنسيوم ،
و تغطية الحديد المستخدم فى صناعة علب المأكولات المعدنية بالقصدير

التغطية بالفلزات لحمايتها تنقسم إلى:

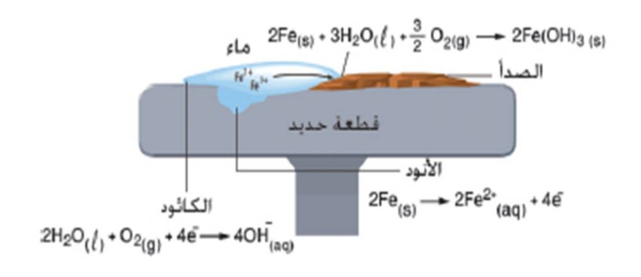
١- **الحماية الكاثودية (الغطاء الكاثودى)**: هى تغطية الفلز الأصلى (مثل الحديد) بفلز أقل نشاطاً (مثل القصدير)

- تتكون بينهم خلية جلفانية يكون الحديد أنودها والقصدير كاثودها فيتآكل الحديد المطلى بالقصدير عند الخدش أكثر وأسرع من الحديد

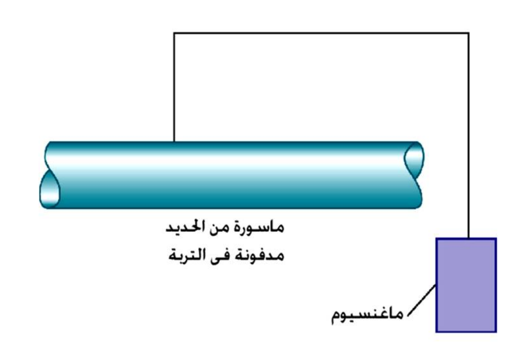
٢- **الحماية الأنودية(الغطاء الأنودى)** : هى تغطية الفلز الأصلى (مثل الحديد) بفلز أكثر نشاطاً (مثل الخارصين)[جلفنة الحديد]

- تنشأ بينهم خلية جلفانية أنودها الخارصين وكاثودها الحديد يتآكل فيها الانود أولاً (الخارصين) ثم الكاثود وهذا يستغرق وقتاً طويلاً
- هياكل السفن دائمة الاتصال بالماء المالح ومواسير الحديد المدفونة فى التربة الرطبة لذلك هى أكثر عرضة للتآكل، ولحمايتها يتم جعلها كاثوداً بفلز آخر أكثر نشاطاً من الحديد (مثل الماغنسيوم) فيتآكل الماغنسيوم بدلاً من الحديد ويسمى الماغنسيوم بـ (القطب المضحى)

القطب المضحى: الفلز الذى يتم توصيله بالفلز الأصلى ليعمل انود فيتآكل بدلاً منه



ميكانيكية صدأ الحديد والصلب



الخلايا الإلكتروليتية

الخلايا الإلكتروليتية: هى خلايا كهربية تستخدم فيها الطاقة من مصدر خارجى لإحداث تفاعل أكسدة واختزال غير تلقائى (يتم تحويل الطاقة الكهربية إلى طاقة كيميائية)

تركيب الخلية الإلكتروليتية:

(١) قطبين من معدن واحد أو من معدنين مختلفين (بلاتين) أو (كربون)

(٢) مصدر تيار كهربى (بطارية).

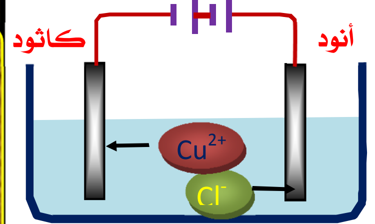
(٣) محلول إلكتروليتى.

(أ) **الأنود**: هو القطب الذى يوصل بالقطب الموجب للبطارية ويحدث عنده أكسدة.

(ب) **الكاثود**: هو القطب الذى يوصل بالقطب السالب للبطارية ويحدث عنده اختزال.

(ج) **الإلكتروليت المستخدم**: محاليل الأحماض والقلويات والأملاح أو مصهور الأملاح.

- عند توصيل القطبين بحيث يكون الجهد الواقع على الخلية يفوق قليلاً الجهد الانعكاسى فيسرى تيار كهربى فى الخلية.
- وتتجه الأيونات الموجبة (الكاتيونات) إلى القطب السالب (الكاثود) وتحدث عملية اختزال.
- وتتجه الأيونات السالبة (الأنيونات) نحو القطب الموجب (الأنـود) وتفقد إلكترونات ويحدث أكسدة.



مثال: التحليل الكهربى لمحلول كلوريد النحاس ($CuCl_2$):

عند الأنود:

$$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$$

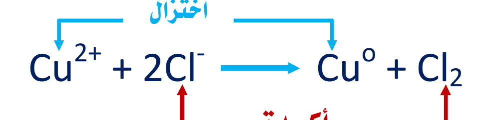
جهد الأكسدة = ـ ١,٣٦ فولت

عند الكاثود:

$$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu^o$$

جهد الاختزال = +٠,٣٤ فولت

التفاعل الكلى الحادث:



$$Cu^{2+} + 2Cl^- \longrightarrow Cu^o + Cl_2$$

جهد الخلية = ـ١,٣٦ +٠,٣٤ = ـ ١,٠٢ فولت

تفاعل غير تلقائى وتسمى هذه العملية بالتحليل الكهربى

التحليل الكهربى: هو التحلل الكيميائي للمحلول الإلكتروليتى بفعل مرور التيار الكهربى به

(فصل مكونات المحلول الإلكتروليتى)

عند التحليل الكهربى لمحلول كلوريد النحاس ($CuCl_2$) الرمز الاصطلاحى للخلية هو:

الرمز الاصطلاحى: $2Cl^- / Cl_2 // Cu^{+2} / Cu$

أشهر العناصر التى يحدث إختزال لإيوناتها عند التحليل الكهربى لمحاليلها المائية هى [النحاس – الفضة – الذهب] لأن جهد أختزالها أكبر من جهد أختزال هيدروجين الماء فيما عدا ذلك يحدث الإختزال لهيدروجين الماء أى يتصاعد الهيدروجين (الذى يشتعل بفرقعة) عند الكاثود القطب السالب مثل المحاليل التى تحتوى على ايونات (الصوديوم – البوتاسيوم – الليثيوم – الخارصين – الحديد –....)

مثال: عند التحليل الكهربى لمحلول يوديد البوتاسيوم (KI) أكتب الرمز الاصطلاحى للخلية

عند الكاثود $2H^+ + 2e^- \xrightarrow[\text{إختزال}]{\text{نقص الشحنة الموجبة}} H_2$

عند الأنود $2I^- \xrightarrow[\text{أكسدة}]{\text{نقص الشحنة السالبة}} I_2 + 2e-$

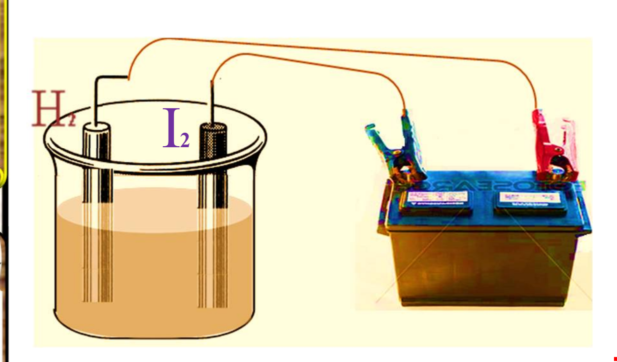
الرمز الاصطلاحى: $2I^- / I_2 // 2H^+ / H_2$

لاحظ : البوتاسيوم لم يتم اختزاله

- لإن جهد إختزال هيدروجين الماء(الذى تم اختزاله) أعلى من جهد أختزال البوتاسيوم

كيف يمكنك التعرف على اقطاب بطارية سيارة مطموسة الاقطاب بأستخدلم محلول يوديد البوتاسيوم

يتم توصيل اقطاب خاملة (الجرافيت) باقطاب بطارية السيارة ثم غمس الاقطاب الخاملة فى محلول يوديد البوتاسيوم ثم تقريب عود ثقاب مشتعل(عود كبريت) يشتعل بفرقعة عند القطب الذى يتصاعد عنده الهيدروجين (اختزال الهيدروجين) ويكون هو القطب السالب لبطارية السيارة والقطب الاخر هو القطب الموجب



قوانين فاراداى للتحليل الكهربى

القانون الأول

" تتناسب كمية المادة المتكونة أو المستهلكة أو المتصاعدة تناسباً طردياً مع كمية الكهربية المارة فى المحلول "

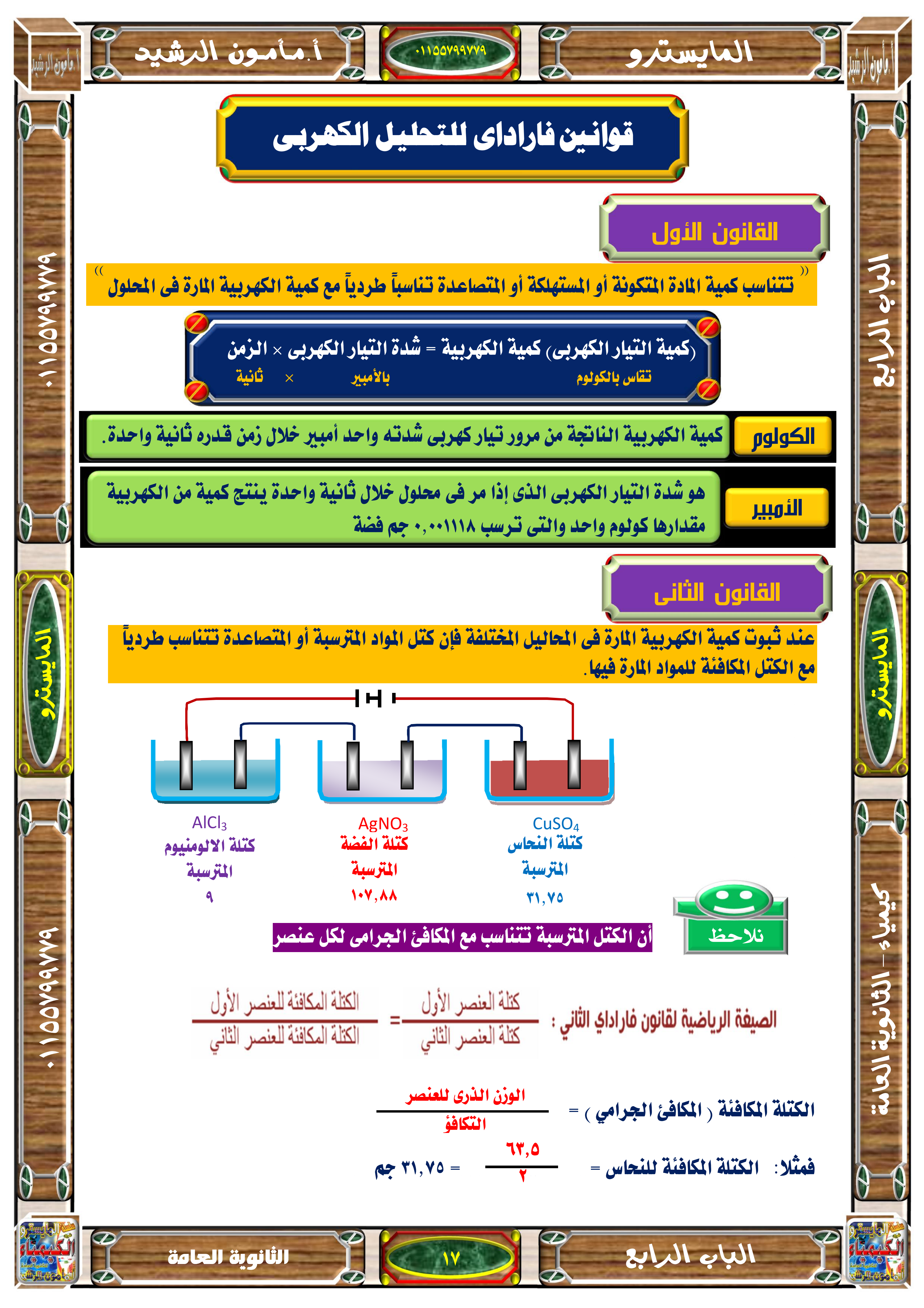
كمية الكهربية = شدة التيار الكهربى × الزمن (كمية التيار الكهربى)
تقاس بالكولوم = بالأمبير × ثانية

الكولوم: كمية الكهربية الناتجة من مرور تيار كهربى شدته واحد أمبير خلال زمن قدره ثانية واحدة.

الأمبير: هو شدة التيار الكهربى الذى إذا مر فى محلول خلال ثانية واحدة ينتج كمية من الكهربية مقدارها كولوم واحد والتى ترسب ٠,٠٠١١١٨ جم فضة

القانون الثانى

عند ثبوت كمية الكهربية المارة فى المحاليل المختلفة فإن كتل المواد المترسبة أو المتصاعدة تتناسب طردياً مع الكتل المكافئة للمواد المارة فيها.



نلاحظ: أن الكتل المترسبة تتناسب مع المكافئ الجرامى لكل عنصر

الصيغة الرياضية لقانون فاراداي الثاني : $\frac{\text{كتلة العنصر الأول}}{\text{كتلة العنصر الثاني}} = \frac{\text{الكتلة المكافئة للعنصر الأول}}{\text{الكتلة المكافئة للعنصر الثاني}}$

الكتلة المكافئة (المكافئ الجرامي) = $\frac{\text{الوزن الذرى للعنصر}}{\text{التكافؤ}}$

فمثلا: الكتلة المكافئة للنحاس = $\frac{٦٣,٥}{٢}$ = ٣١,٧٥ جم

إذا مرت كمية من الكهربية مقدارها واحد كولوم فى محلول نيترات فضة فوجد أن كتلة المادة المترسبة = ٠,٠٠١١١٨جم

كمية الكهربية اللازمة لترسيب المكافئ الجرامى للفضة = $\frac{١٠٧,٨٨}{٠,٠٠١١١٨}$ =٩٦٥٠٠ كولوم تقريباً

وسيمت هذه الكمية بالفاراداى

الفاراداى: هو كمية الكهربية اللازمة لترسيب المكافئ الجرامى لأى مادة ويساوى ٩٦٥٠٠ كولوم.

القانون العام للتحليل الكهربى

عند امرار كمية كهرباء واحد فاراداى (يساوي ٩٦٥٠٠ كولوم) يُستهلاك أو يتصاعد أو يترسيب الوزن المكافيء الجرامي للمادة (الكتلة المكافئة) عند الأقطاب

الكتلة المكافئة الجرامية: كتلة المادة التي تفقد أو تكتسب واحد مول إلكترونات في تفعل الأكسدة والاختزال

∵ الكتلة الذرية الجرامية للعنصر = الكتلة المكافئة × التكافؤ

∴ كمية الكهربية اللازمة لترسيب الكتلة الذرية (جرام/ذرة) تحسب من العلاقة:

كمية الكهربية = الفاراداى × التكافؤ

كمية الكهرباء اللازمة لترسيب مول (جزئ/جرام) = عدد الذرات فى الجزئ × التكافؤ × الفاراداى

كمية الكهرباء اللازمة لترسيب (عدد من المولات) = عدد المولات × عدد الذرات فى الجزئ × التكافؤ × الفاراداى

الكثافة = $\frac{\text{الكتلة}}{\text{الحجم}}$ السُمك = $\frac{\text{الحجم}}{\text{المساحة}}$

ملاحظات هامة

- فى العناصر التى تكون جزيئاتها احادية الذرة احادية التكافؤ : Na = 23

الكتلة الجزيئية = الكتلة المولية = الكتلة الذرية= الكتلة المكافئة

- فى العناصر التى تكون جزيئاتها احادية الذرة ثنائية التكافؤ : Ca = 40

الكتلة الجزيئية = الكتلة المولية = الكتلة الذرية= ضعف الكتلة المكافئة

- فى العناصر التى تكون جزيئاتها ثنائية الذرة احادية التكافؤ : $Cl_2 = 2 \times 35.5$

الكتلة الجزيئية = الكتلة المولية = ضعف الكتلة الذرية = ضعف الكتلة المكافئة

- فى العناصر التى تكون جزيئاتها ثنائية الذرة ثنائية التكافؤ : $O_2 = 2 \times 16$

الكتلة الجزيئية = الكتلة المولية = ضعف الكتلة الذرية = اربعة اضعاف الكتلة المكافئة

مثال ١ احسب كمية الكهربية اللازمة لترسيب جرام/ذرة من النحاس بالكولوم والفاراداى بناءاً على التفاعل التالى

$$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$$

الحـــــل

كمية الكهربية بالفاراداى = الفاراداى × التكافؤ = ١ × ٢ = ٢ فاراداى

كمية الكهربية بالكولوم = ٩٦٥٠٠ × التكافؤ = ٩٦٥٠٠ × ٢ = ١٩٣٠٠٠ كولوم

الفاراداى ← يرسب **المكافئ الجرامى**

كمية الكهربية ← **كتلة المادة المترسبة**

كتلة المادة المترسبة = (شدة التيار × الزمن بالثواني × الكتلة المكافئة) / ٩٦٥٠٠

مثال ٢ احسب كمية الكهربية اللازمة لترسيب ٤,٢ جرام من النحاس عند التحليل الكهربى لكبريتات النحاس (Cu = 63.5)

$$CuSO_4 \longrightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$$

الحـــــل

الكتلة المكافئة = الوزن الذرى للعنصر / التكافؤ = ٦٣,٥ / ٢ = ٣١,٧٥ جم

كمية الكهربية = (الفاراداى × كمية المادة المترسبة) / الكتلة المكافئة = (٤,٢ × ٩٦٥٠٠) / ٣١,٧٥ = ١٢٧٦٥,٤ كولوم

مثال ٣ احسب كتلة كل من الذهب والكلور الناتجين من إمرار ١٠٠٠٠ كولوم من الكهرباء فى محلول مائى من كلوريد الذهب علماً بأن التفاعلات التى تحدث عند الأقطاب هى

$$Au^{3+} + 3e^- \longrightarrow Au^o \qquad Au = 196.98$$

$$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^- \qquad Cl = 35.45$$

الحـــــل

الكتلة المكافئة للذهب = الوزن الذرى للعنصر / التكافؤ = ١٩٦,٩٨ / ٣ = ٦٥,٦٦ جم

الكتلة المكافئة للكلور = الوزن الذرى للعنصر / التكافؤ = ٣٥,٤٥ / ١ = ٣٥,٤٥ جم

كتلة الذهب = (٣٥,٤٥ × ١٠٠٠٠) / ٩٦٥٠٠ = ٦,٨ جم

كتلة الكلور = (٦٥,٦٦ × ١٠٠٠٠) / ٩٦٥٠٠ = ٣,٦٧ جم

مثال ٤

إذا مر تيار كهربى واحد فى محاليل كبريتات النحاس ونترات الفضة على التوالى وكان وزن النحاس المترسب ٠,٥٣ جم. احسب وزن الفضة المترسبة علماً بأن المكافئ الجرامى للنحاس ٣١,٨ وللفضة ١٠٨

الحـــل

من قانون فارادای الثانی

$$\frac{\text{وزن النحاس}}{\text{وزنه المكافئ}} = \frac{\text{وزن الفضة}}{\text{وزنها المكافئ}}$$

$$\frac{٠,٥٣}{٣١,٨} = \frac{\text{وزن الفضة}}{١٠٨}$$

$$\text{وزن الفضة} = \frac{١٠٨ \times ٠,٥٣}{٣١,٨} = ١,٨ \text{ جم}$$

مثال ٥ : أجريت عملية طلاء لوجه واحد لشريحة من النحاس مساحتها ١٠٠ سم٢ بامرار كمية من الكهربية مقدارها ٠,٥ فاراداى فى محلول مائى من كلوريد الذهب الثلاثى

- اكتب التفاعلات التى تحدث عند الأقطاب.
- احسب كتلة طبقة الذهب المترسبة علماً بأن الكتلة الذرية للذهب ١٩٦,٨٩

الحـــل

عند الكاثود: $Au^{3+} + 3e^{-} \longrightarrow Au^{o}$

عند الأنود: $2Cl^{-} + 2e^{-} \longrightarrow 2Cl_2$

$$\text{الكتلة المكافئة للذهب} = \frac{١٩٦,٩٨}{٣} = ٦٥,٦٦$$

$$\text{كتلة الذهب المترسبة} = \frac{\text{كمية الكهربية بالكولوم} \times \text{الكتلة المكافئة}}{٩٦٥٠٠}$$

$$\text{كتلة الذهب المترسبة} = \frac{٦٥,٦٦ \times ٩٦٥٠٠ \times ٠,٥}{٩٦٥٠٠} = ٣٢,٨٣ \text{ جم}$$

تطبيقات على التحليل الكهربى

[١] الطلاء بالكهرباء

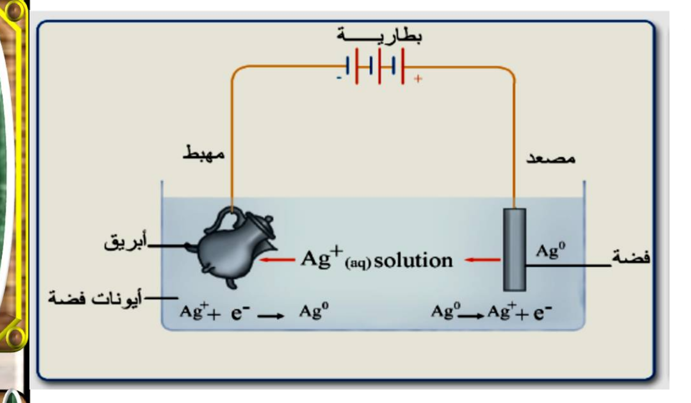
الطلاء الكهربى هو عملية تكون طبقة رقيقة من فلز معين على سطح فلز آخر

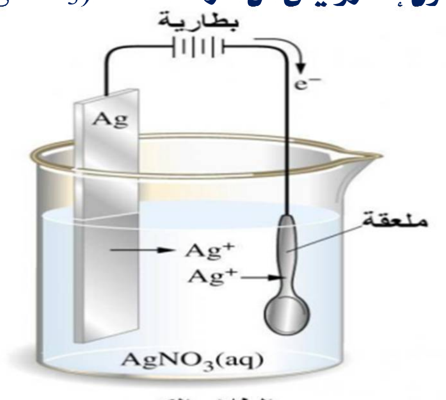
أهمية الطلاء:

[١] منع تآكل المعدن (الصدأ). [٢] إعطاء المعدن بريق ولمعان.
[٣] زيادة القيمة الاقتصادية بطلاء معدن رخيص بمعدن نفيس.

تجربة عملية لطلاء إبريق أو ملعقة بطبقة من الفضة:

[١] توصل المعدن المراد طلائها (الإبريق)(الملعقة) بالقطب السالب للبطارية (الكاثود).
[٢] توصل المادة المراد الطلاء بها (الفضة) بالقطب الموجب للبطارية (أنود).
[٣] محلول إلكتروليتى من نترات الفضة $(AgNO_3)$





الطلاء الكهربى

$$AgNO_3 \xrightarrow{\text{يتأين}} Ag^+ + NO_3^-$$

التفاعل عند الكاثود: (Ag^+) تتجه نحو الكاثود وتختزل أى تكتسب إلكترونات وتترسب على الكاثود.

$$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag^o$$

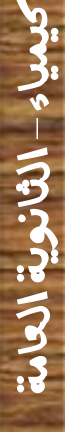
التفاعل عند الأنود: (NO_3^-) تتجه نحو الأنود ولكن سرعة أكسدة الفضة أسرع من النترات.

$$Ag \longrightarrow Ag^+ + e^-$$

وبتكرار تلك العلمية تترسب طبقة من الفضة على الإبريق

فى حالة الطلاء الكهربى :

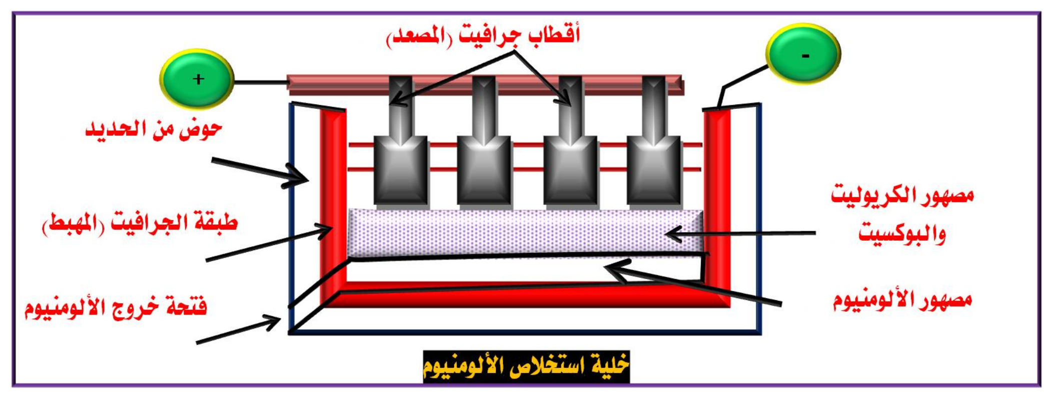
❶ يوصل الجسم المراد طلاءوه بالقطب السالب للمصدر الكهربى الخارجى (الكاثود) وتحدث عنده عملية الاختزال
❷ يوصل الفلز المراد الطلاء به بالقطب الموجب للمصدر الكهربى الخارجى (الانود) وتحدث له عملية أكسدة



[٢] استخلاص الفلزات

استخلاص الألومنيوم من البوكسيت (Al_2O_3)

- بإضافة خليط من الكريوليت (Na_3AlF_6) وقليل من الفلورسبار (CaF_2) لخفض درجة انصهار البوكسيت من ٢٠٤٥°م إلى ٩٥٠°م
- حديثاً يستعاض عن الكريوليت باستخدام مخلوط من أملاح فلوريدات كل من: الصوديوم والألومنيوم والكالسيوم (CaF_2 - AlF_3 - NaF) حيث يعطى المخلوط مع البوكسيت مصهور يتميز بانخفاض درجة انصهاره وانخفاض كثافته.
- انخفاض كثافة المصهور يسهل فصل الألومنيوم المنصهر.



$$Al_2O_3 \xrightarrow{\text{تأين}} 2Al^{3+} + 3O^{2-}$$

عند الكاثود

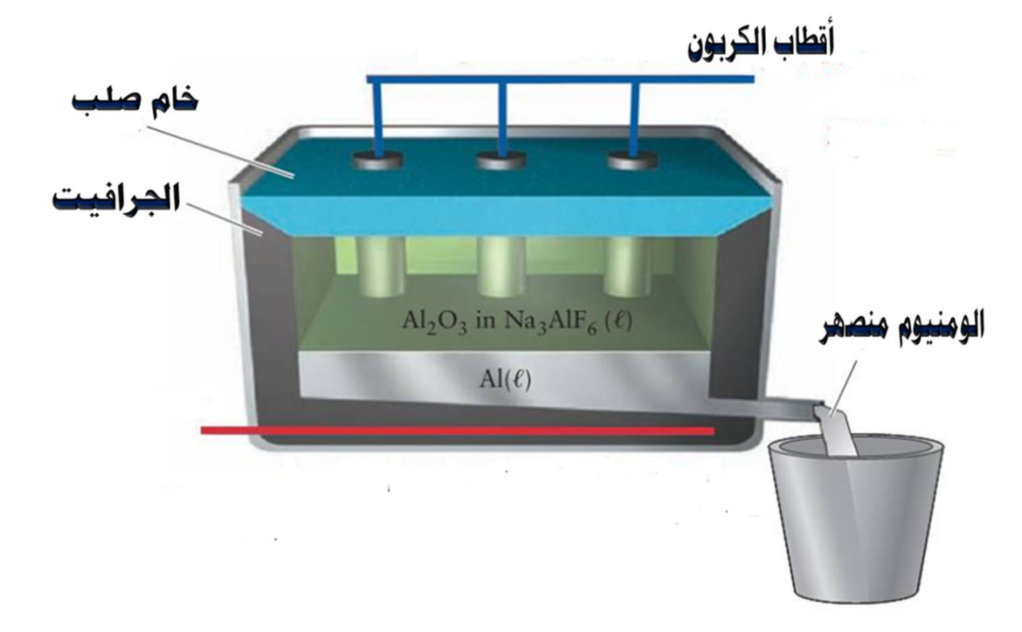
$$2Al^{3+} + 6e^- \xrightarrow{\text{اختزال}} 2Al \text{ مصهور}$$

عند الأنود

$$3O^{2-} - 6e^- \xrightarrow{\text{أكسدة}} \frac{3}{2} O_2$$

يتفاعل الأكسجين المتصاعد مع كربون المصعد مكوناً أول وثانى أكسيد الكربون

$$2C + \frac{3}{2} O_2 \longrightarrow CO_2 + CO$$





[٣] تنقية المعادن

كاثود أنود
نحاس غير نقى
سلك نحاس نقى
$CuSO_4$

تنقية النحاس ٩٩٪ ردئ التوصيل للكهرباء لوجود شوائب من الخارصين والحديد والفضة والذهب للحصول على نحاس نقى ٩٩,٩٥٪ جيد التوصيل للتيار الكهربى.

[١] يوصل لوح النحاس الغير نقى بالقطب الموجب (أنود).
[٢] يوصل سلك من النحاس النقى بالقطب السالب (كاثود).
[٣] محلول إلكتروليتى من كبريتات النحاس.

عند الأنود: يحدث أكسدة لكل من:

$$Fe \xrightarrow{\text{أكسدة}} Fe^{2+} + 2e^-$$

$$Zn \xrightarrow{\text{أكسدة}} Zn^{2+} + 2e^-$$

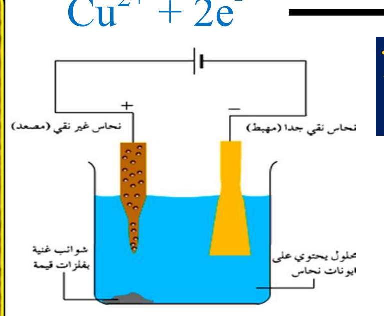
$$Cu \xrightarrow{\text{أكسدة}} Cu^{2+} + 2e^-$$

يتبقى الذهب والفضة مترسبين عند الأنود (لا تتأكسد)

عند الكاثود: سرعة ترسيب النحاس (سهل الاختزال) أسرع من الحديد والخارصين (صعبة الاختزال).

$$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$$

ويبقى الخارصين والحديد ذائبين فى المحلول ونحصل على نحاس نقى ٩٩,٩٥٪ جيد التوصيل للتيار الكهربى.



فى حالة تنقية فلز من الشوائب :

❶ يوصل الفلز النقى بالقطب السالب للمصدر الكهربى الخارجى (الكاثود) وتحدث له عملية الاختزال

❷ يوصل الفلز الغير نقى بالقطب الموجب للمصدر الكهربى الخارجى (الانود) وتحدث عنده عملية أكسدة (تحدث أيضاً عملية أكسدة للشوائب التى لها جهد أكسدة أكبر من الفلز المراد تنقيته وتترسب الفلزات التى لها جهد أكسدة أقل منه أسفل الانود)

للمزيد من فيديوهات التجارب العملية زورونا على الموقع :

WWW.mamoun311.blogspot.com



